مجلس أبوظبي للتعليم

مدرسة حمزة بن عبدالمطلب الثانوية

الكيمياء

أوراق عمل للصف العاشر

الفصل الدراسي الثالث

2017/2016

درس الروابط التساهمية

تُستخدم أوراق العمل للمساعدة على أداء الأنشطة داخل الصف،

ولا تُغني عن الكتاب المدرسي

محمد أحمد عبدالباري

الرابطة التساهمية

الاستقرار

جميع الذرات تكون متعادلة كهربياً لأن عدد البروتونات الموجبة المكونة للنواة يتساوى مع عدد الإلكترونات السالبة التي تدور حول النواة، لكن في المقابل ليست كل الذرات مستقرة، تمتلك العديد من الذرات طاقة عالية تجعلها غير مستقرة مما يدفعها لمحاولة الوصول لحالة الاستقرار بتقليل طاقتها ويتم ذلك خلال تكوين الروابط الكيميائية حيث تفقد الذرة إلكترونات أو تكتسب أو تشارك إلكترونات تكافؤها مع ذرات أخرى.

الرابطة التساهمية: الرابطة الكيميائية التي تنتج عن مشاركة كلاً من الذرتين الداخلتين في تكوين الرابطة بزوج إلكترونات أو أكثر.

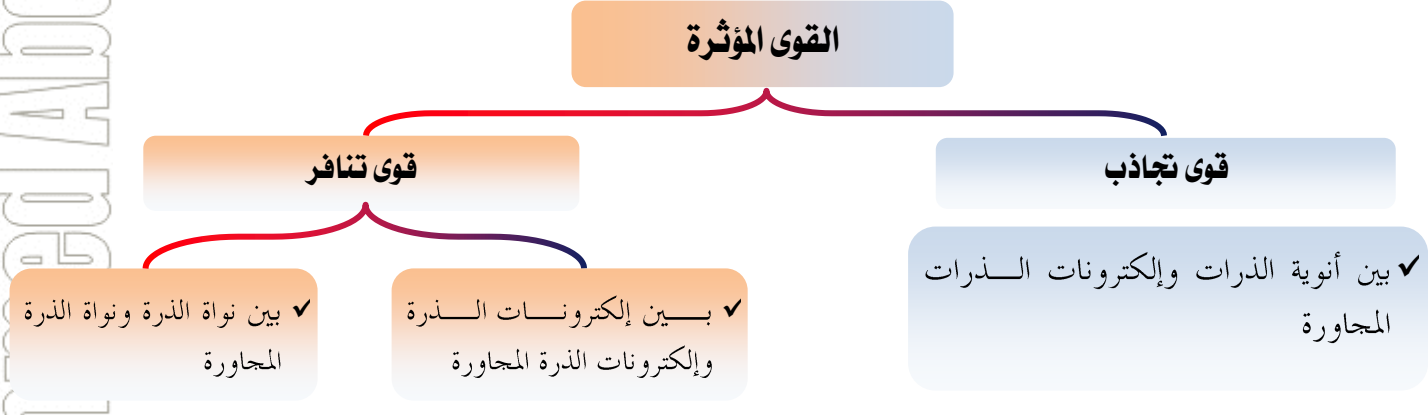
كما بالروابط الأيونية، الإلأكترونات التي تدخل في تكوين الرابطة التساهمية تكون من تلك التي تشغل المستوى الأخير بالذرات (إلكترونات التكافؤ)

تتكون الروابط التساهمية غالباً بين اللافلزات المتجاورة بالجدول الدوري

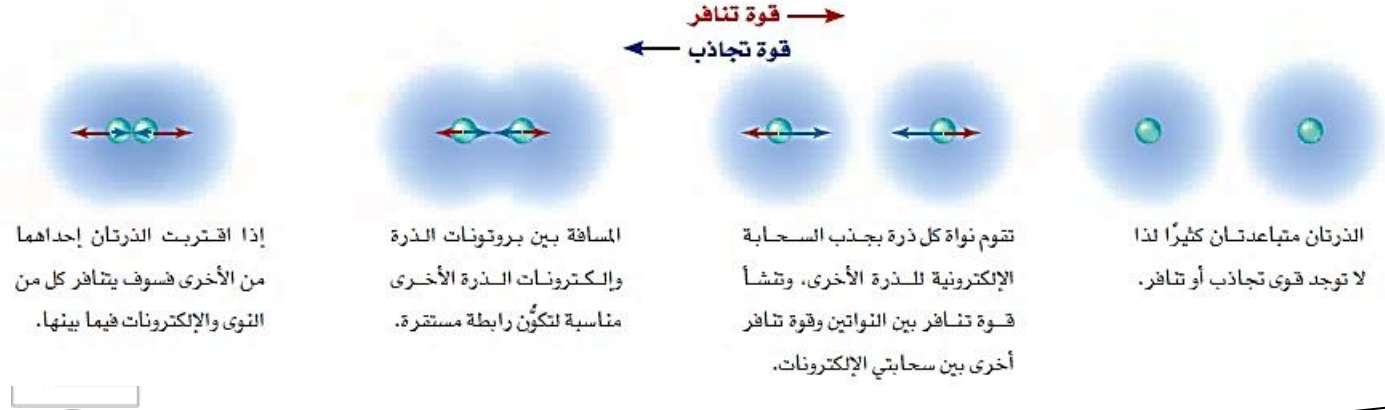
تربط الرابطة التساهمية الذرات في الجزيئات ثنائية الذرة مثل (H_2, F_2, O_2, Cl_2)

القوى في الجزيئات

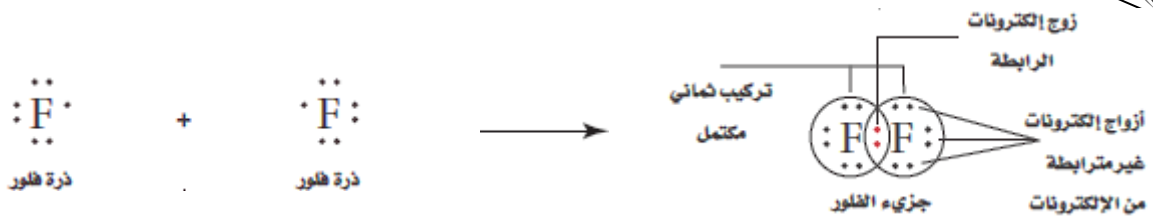
ذرة الفلور ($_9F$) لها التوزيع الإلكتروني ($1s^2 2s^2 2p^5$) لكل ذرة فلور سبعة إلكترونات تكافؤ وتحتاج إلكترون وحيد لتصل إلى حالة الثمانية. عندما تقترب ذرتي فلور تؤثر القوى الكهربائية على حالة الذرات.



كلما اقتربت ذرتي فلور زادت قوى التجاذب بين النواة وإلكترونات الذرة الأخرى إلى أن تصل إلى نقطة تكون عندها قوى التجاذب بين الأنوية والإلكترونات أكبر من قوى التنافر بين الأنوية وبعضها وكذلك بين الإلأكترونات في الذرتين، هنا تتكون الرابطة التساهمية ويتكون جزيء الفلور (F_2)، وهنا يحدث الترتيب الأكثر استقراراً.

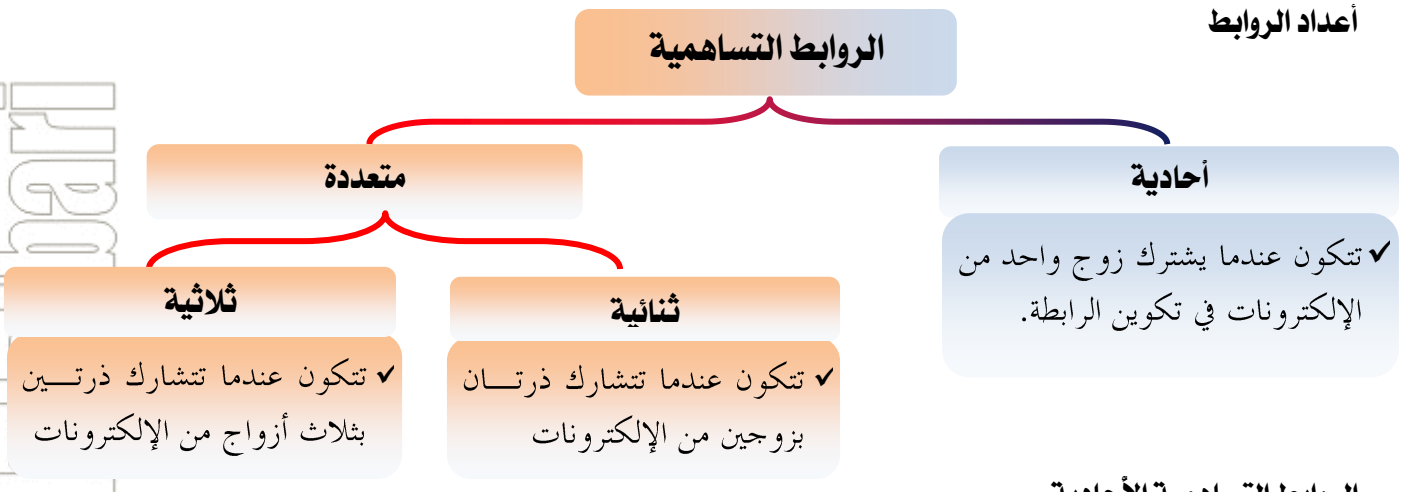


Ahmed Abdelbari



مشاركة زوج واحد من الإلكترونات تصل بالذرتين لتوزيع إلكتروني مشابه للتوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل.
لكل ذرة فلور زوج واحد من الإلكترونات المشتركة وثلاثة أزواج غي مرتبطة لا تُشارك في تكوين الرابطة.

أعداد الروابط

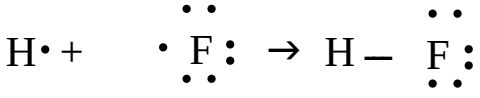


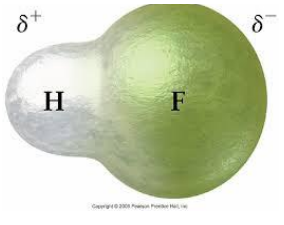
الروابط التساهمية الأحادية

قد تحتاج الذرات أحياناً لإلكترون وحيد حتى تصل لتوزيع إلكتروني مماثل للغاز النبيل لذا بمُشاركة زوج واحد من الإلكترونات تصل تلك الذرات لحالة الاستقرار ، كما في الفلور في المثال السابق أو كجزيء الهيدروجين H:H أو H-H

ليس بالضرورة أن ترتبط الذرة بذرة من نفس النوع حتى تصل للاستقرار، فمن الممكن أن تترابط ذرتان مختلفتان برابطة تساهمية عن طريق مشاركة أزواج الإلأكترونات كما هو الحال مع عناصر المجموعة 17

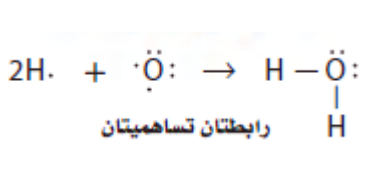
عناصر المجموعة 17 تحتوي على (7 سبعة) إلكترونات تكافؤ مما يجعلها تفتقر لإلكترون وحيد حتى تصل لحالة الاستقرار فمثلاً الرابطة بين الهيدروجين والفلور تتم كما يلي



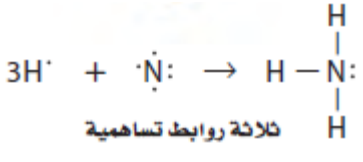


Mohamed Ahmed Anbari

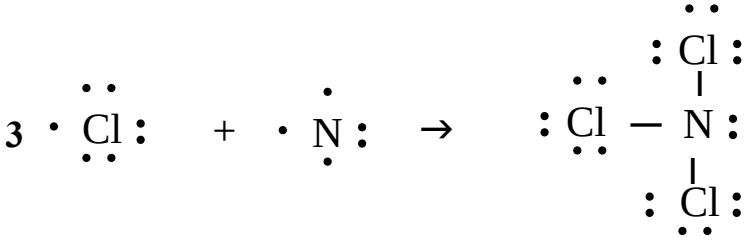
عناصر المجموعة 16 والتي تحتوي على (6 ستة) إلكترونات تكافؤ يلزمها إلكترونين حتى تصل لمستوى أخير مكتمل بالإلكترونات. الأكسجين مثلاً وتوزيعه الإلكتروني ($1s^2 2s^2 2p^4$) يُكون رابطتين أحاديتين مع الهيدروجين أي أنه يُشارك بزوجين من الإلكترونات زوج مع كل ذرة هيدروجين لتكوين جزيء الماء.

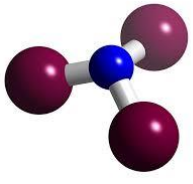


عناصر المجموعة 15 والتي تحتوي على (5 خمسة) إلكترونات تكافؤ يلزمها ثلاث إلكترونات حتى تصل لمستوى أخير مكتمل بالإلكترونات. النيتروجين مثلاً وتوزيعه الإلكتروني ($1s^2 2s^2 2p^3$) يُكون ثلاث روابط أحادية مع الهيدروجين أي أنه يُشارك بثلاث أزواج من الإلكترونات، زوج مع كل ذرة هيدروجين لتكوين جزيء الأمونيا.

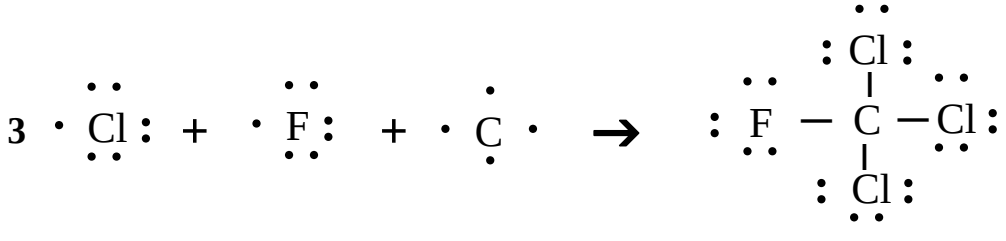


كذلك يمكن للنيتروجين أن يتحد مع أحد عناصر المجموعة 17 مثل الكلور لتكوين مركب ثلاثي كلوريد النيتروجين.





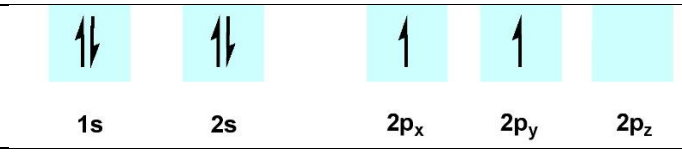
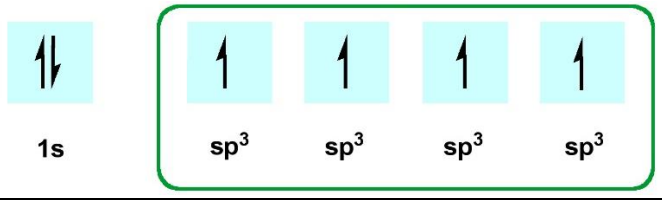
عناصر المجموعة 14 والتي تحتوي على (4 أربعة) إلكترونات تكافؤ يلزمها أربعة إلكترونات حتى تصل لمستوى أخير مكتمل بالإلكترونات. الكربون مثلاً وتوزيعه الإلكتروني ($1s^2 2s^2 2p^2$) يُكون أربعة روابط أحادية مع ذرات تُشارك بزوج واحد من الإلكترونات، أي أنه يُشارك بثلاث أزواج من الإلكترونات، زوج مع كل ذرة. فمثلاً في أحد مركبات الكلوروفلوروكربون والتي تُستخدم في التبريد ترتبط ذرة الكربون بأربع ذرات مابين الكلور والفلور مثل مركب ثلاثي فلورو كلورو ميثان،



Mohamed Ahmed Abdelbari

التهجين

تتوزع الإلكترونات في ذرة الكربون على النحو ($1s^2 2s^2 2p^2$) وكما هو واضح فإن ذرة الكربون تنتهي بمستوى فرعي p يحتوي على إلكترونين فقط، ولعله من البديهي استنتاج مشاركة هذان الإلكترونان فقط في تكوين الرابطة وبذلك يكون عدد الروابط التي يكونها الكربون هو رابطتين اثنتين. لكننا درسنا أن الكربون يُكون أربعة روابط، والسبب هو التهجين.

التوزيع الإلكتروني لذرة الكربون	
يتم التهجين بين مستوى 2s وثلاث مستويات 2p ليتكون أربعة مستويات مهجنة sp^3	

التهجين: اختلاط المستويات الفرعية لتكوين مستويات جديدة هجينة

يكون عدد المستويان الهجينة الناتجة يساوي مجموع أعداد المستويات التي دخلت في عملية التهجين، ففي المثال السابق تم تهجين مستوى من 2s مع ثلاث مستويات من 2p لإنتاج أربعة مستويات مهجنة sp^3.

يتكون المستوى الفرعي s من فراغ وحيد والمستوى الفرعي p من ثلاثة فراغات مما يجعل للتهجين ثلاث احتمالات، كما يكون عدد المستويات الناتجة من التهجين مساوياً لمجموع أعداد المستويات الداخلة في التهجين

التهجين بين s و p

sp

- ✓ تتكون عند اختلاط المستوى الفرعي s مع فراغ واحد من المستوى الفرعي p.
- ✓ ينتج مستويان مهجنان مع مستويان p غير مهجنين.

Sp^2

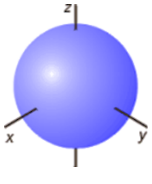
- ✓ تتكون عند اختلاط المستوى الفرعي s مع فراغين من المستوى الفرعي p.
- ✓ ينتج ثلاث مستويات مُهجنة مع مستوى p غير مُهجن.

Sp^3

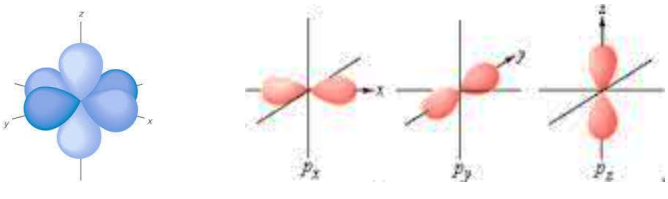
- ✓ تتكون عند اختلاط المستوى الفرعي s مع ثلاث فراغات من المستوى الفرعي p.
- ✓ ينتج أربعة مستويات مُهجنة.

تداخل الفراغات

تتنوع أشكال الفراغات في المستويات الفرعية فيكون شكل الفراغ في المستوى الفرعي s على شكل كرة في حين يكون شكل الفراغات الثلاث في المستوى الفرعي p على شكل كُمثرى في كل اتجاه من الاتجاهات الثلاث في الفراغ.



المستوى الفرعي s



فراغات المستوى الفرعي p

Mohamed Abdelbari

تتكون الروابط عندما تتداخل الفراغات وهناك احتمالين لهذا التداخل

تداخل المستويات

بالرأس

- ✓ تكون الكثافة الإلكترونية عالية والرابطة قوية.
- ✓ تتكون رابطة سيجما σ.

بالجنب

- ✓ تكون الكثافة الإلكترونية قليلة والرابطة ضعيفة.
- ✓ تتكون رابطة باي π.

عندما تشارك المستويات المهجنة في تكوين الرابطة

□p مع p

□p مع s

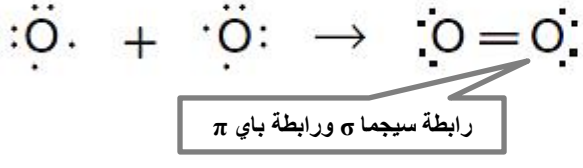
□s مع s

الروابط التساهمية المتعددة

تعلمنا من قبل أن بعض ذرات العناصر يكفيها أن تُشارك بزوج واحد من الإلكترونات حتى تصل لمستوى أخير مُكتمل، مثل البروم، في حين تحتاج بعض الذرات إلى المشاركة بأكثر من زوج حتى تستقر مثل عناصر المجموعات 14 و 15 و16 لذا تُكون ذرات هذه العناصر أكثر من رابطة.

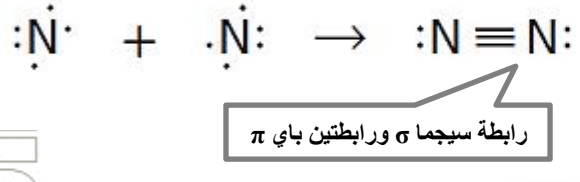
الروابط الثنائية

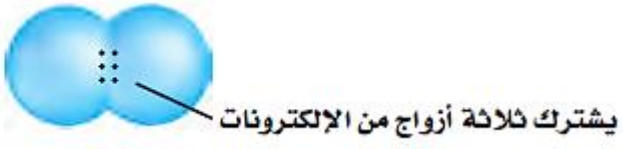
ذرة الأُكسجين والتي تقع على رأس المجموعة 16، بها 6 إلكترونات تكافؤ وتحتاج أن تُشارك بزوجين من الإلكترونات حتى تصل لحالة الاستقرار وهو ما تقوم به عند التفاعل مع ذرتين هيدروجين لتكوين جزيء الماء، لكن هناك طريقة أخرى يمكنها بها المشاركة بزوجي الإلكترونات مع ذرة أُكسجين أُخرى حيث ترتبط الذرتان معاً برابطتين، أحدهما سيجما σ والأُخرى باي π.



الروابط الثلاثية

عناصر المجموعة 15 مثل النيتروجين لها 5 إلأكترونات تكافؤ ويلزمها ثلاث إلكترونات حتى تصل للاستقرار لذا تُشار بثلاث أزواج من الإلكترونات. يمكن أن تكون ذرة النيتروجين ثلاث روابط أحادية مع عناصر أخرى مثل الهيدروجين أو تُكون رابطة ثلاثية مع ذرة نيتروجين مماثلة.





في الروابط المُتعددة، تكون إحداها سيجما σ والباقيات باي π.

Mohamed Ahmed Abdelbari

قوة الرابطة التساهمية

تذكر أن هناك قوى تجاذب وتنافر بين الإلأكترونات والأنوية الخاصة بالذرات التي تتشارك معاً لتكوين رابطة تساهمية. يستقر الجزيء عندما تتغلب قوى التجاذب على قوى التنافر. ولكسر هذه القوى نحتاج طاقة، تتفاوت قوى التجاذب والتنافر في المركب لذا تتفاوت قيم الطاقة التي تلزم لتفكيك المركب التساهمي.

طول الرابطة

طول الرابطة التساهمية: المسافة بين نواتي الذرتين المترابطتين.

تعتمد طاقة الرابطة على طولها ويعتمد طول الرابطة على قوة التجاذب بين الشحنات المشاركة في تكوين الرابطة ويعتمد النجاذب على عدد الشحنات، كلما زاد عدد الشحنات زادت قوة التجاذب بينها وبالتالي يقل طول الرابطة وتزيد طاقتها.

الجزيء	نوع الرابطة	طول الرابطة	طاقة تفكك الرابطة
F_2	أحادية	1.43×10^{-10} m	159 kJ /mol
O_2	ثنائية	1.21×10^{-10} m	498 kJ /mol
N_2	ثلاثية	1.10×10^{-10} m	945 kJ /mol

من الواضح في الجدول أن الرابطة الثلاثية أقصر وأعلى طاقة من الرابطة الثنائية وكذلك الثنائية أقصر من الرابطة الأُحادية وأعلى طاقة.

الطاقة والروابط

تنبعث طاقة عند تكوين الروابط وفي المقابل نحتاج طاقة لكسر هذه الروابط.

طاقة تفكك الرابطة: الطاقة اللازمة لكسر رابطة تساهمية.

من الجدول السابق يتضح أن طاقة تفكك الرابطة تعتمد على نوعها وكذلك على طول الرابطة، فكلما قصُرت الرابطة احتاجت لطاقة أكبر لتفكيكها.

إن تعريف التفاعل الكيميائي ببساطة هو تكسير روابط وتكوين روابط جديدة، وكما ذكرنا سابقاً أن تكسير الروابط يستلزم طاقة في حين تكوين الروابط يُنتج طاقة فإن التفاعل في النهاية تكون له طاقة بحسب الفرق بين قيمة الطاقة التي نحتاجها لكسر الروابط والطاقة التي تنتج من تكوين الروابط.

الفرق بين الطاقة الناتجة من تكوين الروابط والطاقة اللازمة لتكسير الروابط

تفاعل طارد للحرارة

✓ عندما تكون الطاقة المنبعثة نتيجة تكون الروابط في النواتج **أكبر** من الطاقة اللازكة لتكسير الروابط في المتفاعلات.

تفاعل ماص للحرارة

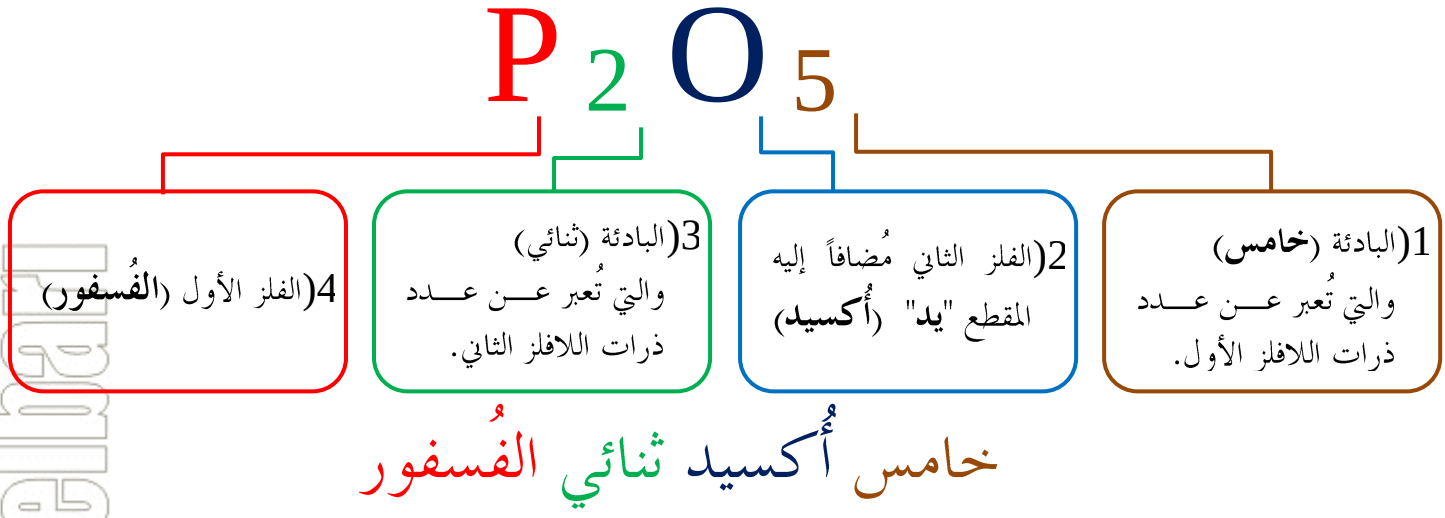
✓ عندما تكون الطاقة المنبعثة نتيجة تكون الروابط في النواتج **أصغر** من الطاقة اللازكة لتكسير الروابط في المتفاعلات.

Mohamed Ahmed Abdelbari

تسمية الجزيئات

تسمية الجزيئات الثنائية الذرات

الجزيئات ثنائية الذرات تتكون من لافلزين فقط مثل غاز P_2O_5 والذي يُستخدم كمادة مجففة للماء، ولتسمية هذا المركب نتبع الخطوات التالية.



عدد الذرات	البادئة	
	اللافلز الثاني	اللافلز الأول
1	أول	أُحادي
2	ثاني	ثُنائي
3	ثالث	ثُلاثي
4	رابع	رُباعي
5	خامس	خُماسي

عدد الذرات	البادئة	
	اللافلز الثاني	اللافلز الأول
6	سادس	سُداسي
7	سابع	سُباعي
8	ثامن	ثُماني
9	تاسع	تُساعي
10	عاشر	عُشاري

بالمثل

المُركب	الاسم
N_2O	أُكسيد ثُنائي النيتروجين
CO_2	ثاني أُكسيد الكربون
SO_2	ثاني أُكسيد الكبريت

المُركب	الاسم
NF_3	ثالث فلوريد النيتروجين
CCl_4	رابع كلوريد الكربون
H_2O	أكسيد ثُنائي الهيدروجين

Mohamed Ahmed Abdelbari

أسماء شائعة

لبعض المركبات أسماء شائعة وهذا لأنها كانت تُستخدم منذ زمن طويل وقد أُطلقها الناس أسماءاً حتى قبل تصنيفها كيميائياً، من هذه المركبات

المركب	الاسم الشائع	الاسم الكيميائي
H_2O	الماء	أكسيد ثُنائي الهيدروجين
N_2O	أُكسيد النيتروز	أُكسيد ثُنائي النيتروجين
NH_3	الأمونيا (النشادر)	ثالث هيدريد النيتروجين
N_2H_4	الهيدرازين	رابع هيدريد ثنائي النيتروجين
NO	أكسيد النيتريك	أول أُكسيد النيتروجين

تسمية الأحماض

الحمض: المُركب الذي يُنتج أيونات الهيدروجين H^+ في المحلول.

عند وضع حمض الهيدروكلوريك في الماء يتفكك إلى H^+ و Cl^-

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$$

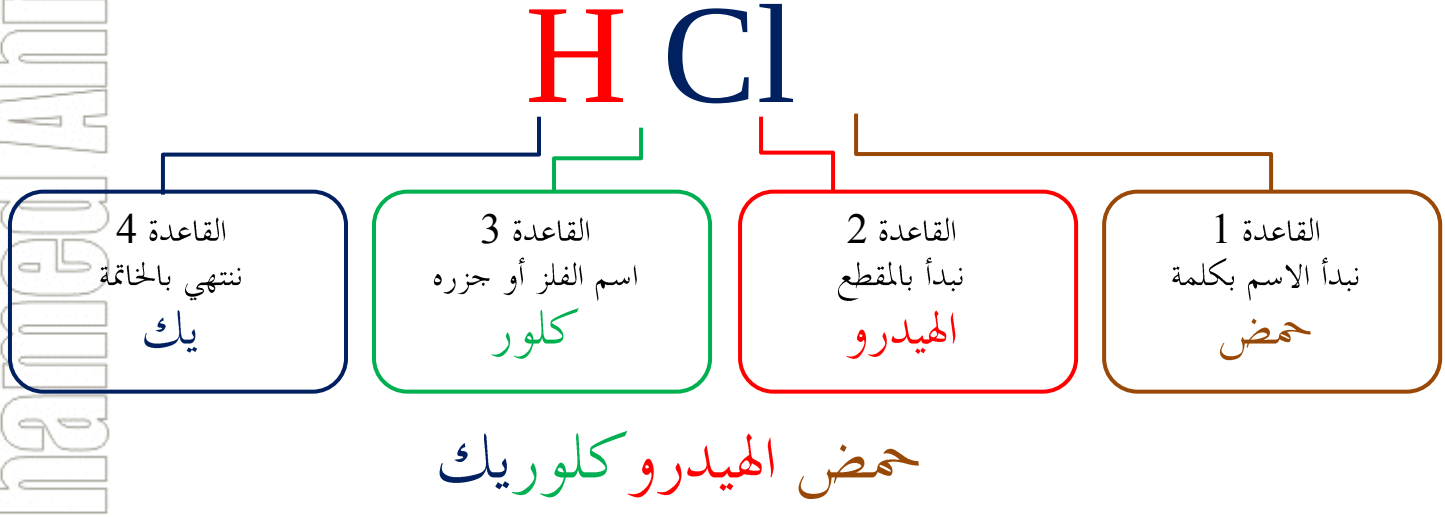
هناك نوعين من الأحماض، الأحماض الثنائية والأحماض الأُكسجينية.

تسمية الأحماض الثنائية

الحمض الثنائي : حمض يتكون من الهيدروجين وعنصر لافلزي آخر فقط.

قواعد التسمية

1) نبدأ الاسم بكلمة حمض.
2) نستخدم المقطع (هيدرو) في بداية الاسم
3) يتبعه اسم اللافلز أو جزره
4) ننتهي بالخاتمة (يك)



Mohamed Ahmed Abdelbari

تسمية الأحماض الأكسجينية

الحمض الأُكسجيني: الحمض الذي يتكون من الهيدروجين وأيون أُكسجيني.

الأيون الأُكسجيني : أيون سالب يتكون من عنصر أو أكثر بالإضافة إلأى الأُكسجين.

قواعد التسمية

1) نبدأ الاسم بكلمة حمض.
2) يتبعه اسم اللافلز أو جزره.
3) ننتهي بالخاتمة التي تتناسب وعدد ذرات الأُكسجين في الأيون الأُكسجيني والتي يمكن استنتاجها من الجدول التالي، والذي يشرح تسمية الأحماض الأكسجينية التي تحتوي على الكلور.

الأنيون الأُكسجيني			الحمض		
الصيغة	الاسم	المقطع	المقطع	الصيغة	الاسم
ClO^-	هيبوكلوريت	هيبو ـــــ يت	هيبو ـــــ وز	$HClO^-$	حمض الهيبوكلوروز
ClO_2^-	كلوريت	يت	وز	$HClO_2^-$	حمض الكلوروز
ClO_3^-	كلورات	ات	يك	ClO_3^-	حمض الكلوريك
ClO_4^-	بيركلورات	بير ـــــ ات	بير ـــــ يك	ClO_4^-	حمض البيركلوريك

** بعض الأحماض تكون متعددة الذرات لكنها لا تحتوي على الأُكسجين، لذا نستخدم معها نفس القواعد التي نستخدمها مع الأحماض الثنائية.

مثل (HCN) والذي يُسمى حمض الهيدروسيانيك. والذي يُشتق اسمه من أيون السيانيد (CN).

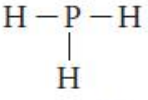
Mohamed Ahmed Abdelbari

التراكيب الجزيئية

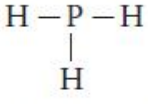
الصيغ البنائية

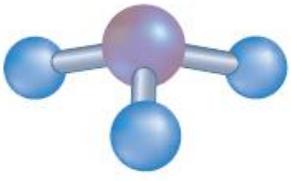
PH_3 هو جزيء الفوسفين، يتضح من صيغته الجزيئية أنه يتكون من ذرة فوسفور وثلاث روابط هيدروجين، لكن هذه الصيغة لا توضح كيف ترتبط هذه الذرات الأربع. لتوضيح كيف تترابط هذه الذرات يمكن استخدام إحدى الطرق التالية.

PH_3
الصيغة الجزيئية


تركيب لويس

نموذج ملء الفراغ الجزيئي


الصيغة البنائية


نموذج لويس
نموذج الكرة-العصا

النماذج السابقة تُعبر عن الصيغ البنائية لمركب الفوسفين.

الصيغة البنائية: الصيغة التي يُستعمل فيها الرموز والروابط لبيان أنواع العناصر ومواقع الذرات.

الصيغة الجزيئية: الصيغة التي تستخدم الرموز والأرقام لبيان أنواع العناصر المُشاركة في تكوين الجزيء وأعدادها.

تراكيب لويس

لرسم تراكيب لويس لجزيء معين نتبع الخطوات التالية،

الخطوة الأولى: تحديد الذرة المركزية:

- ✓ عندما يحتوي الجزيء على أكثر من عنصر يلزم تحديد أي هذه العناصر سيكون في مركز الجزيء، تكون ذرة هذا العنصر هي الأقل في الكهروسالبية ويمكن التعرف عليه بسهولة حيث يكون دائما أبعد عن عنصر الفلور والذي هو الأعلى في الكهروسالبية.
- ✓ يُظهر الجدول المُقابل قيم الكهروسالبية لمجموعة من العناصر حيث القيمة أسفل العنصر هي قيمة الكهروسالبية ويظهر أن **الكربون(2.55)** الأبعد عن الفلور له كهروسالبية أقل من **النيتروجين(3.04)** الأقرب للفلور والذي بدوره له كهروسالبية أقل من **الأُكسجين(3.44)** لأن الأُكسجين أكثر قرباً للفلور.
- ✓ يكون الهيدروجين دائماً ذرة جانبية.

5 **B** 2.04	6 **C** 2.55	7 **N** 3.04	8 **O** 3.44	9 **F** 3.98
13 **Al** 1.61	14 **Si** 1.90	15 **P** 2.19	16 **S** 2.58	17 **Cl** 3.16
31 **Ga** 1.81	32 **Ge** 2.01	33 **As** 2.18	34 **Se** 2.55	35 **Br** 2.96
49 **In** 1.78	50 **Sn** 1.96	51 **Sb** 2.05	52 **Te** 2.1	53 **I** 2.66

Mohammed Abdelbari

الخطوة الثانية: تحديد الروابط المُتكونة:

1) **نحدد عدد الإلكترونات المُشاركة** في تكوين الروابط وهي بالطبع إلكترونات التكافؤ حيث نجمع كل أعداد إلكترونات التكافؤ لكل الذرات المُشاركة.
2) **نحدد عدد الروابط في الجزيء**، نقسم العدد الناتج من الخطوة السابقة على 2 حيث أن كل رابطة تتكون نتيجة مشاركة بإلكترونين (واحد من كل ذرة).
3) نضع رابطة واحدة بين كل ذرة مركزية وذرة فرعية.
4) حدد أعداد الروابط التي وضعتها بالفعل وقارنها مع أعداد الروابط التي استنتجتها في الخطوة (2).
5) حدد ما إذا كانت الذرة المركزية ترتبط بروابط ثنائية أو ثلاثية مع بعض الذرات المركزية أو إحداها وارسم الروابط الثنائية أو الثلاثية حسب ما يناسب الذرة المركزية.

غالباً تكون ذرات عناصر الكربون، الأُكسجين، والنيتروجين روابط متعددة، في حين لا تكون ذرات الهيدروجين سوى رابطة أُحادية فقط.

مثال للتوضيح ،

ارسم تركيب لويس لمركب NH_3

الخطوة الأولى: تحديد الذرة المركزية

يتكون جزيء الأمونيا من ذرة نيتروجين وثلاث ذرات هيدروجين، فتكون ذدرة النيتروجين الذرة المركزية.

الخطوة الثانية: تحديد الروابط المتكونة

1) عدد الإلكترونات المُشاركة،

ذرة النيتروجين لها 5 إلكترونات تكافؤ وكل ذرة هيدروجين لها إلكترون تكافؤ وحيد.

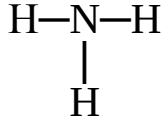
$5 + (1 \times 3) = 8$ إلكترونات تكافؤ

2) نحدد عدد الروابط في الجزيء،

$$\text{روابط } 4 = \frac{\text{8 إلكترونات تكافؤ}}{\text{2 إلكترون لكل رابطة}}$$

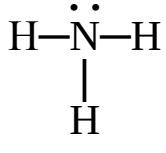
3) رسم الجزيء

لدينا ذرة نيتروجين وثلاث ذرات هيدروجين



4) حساب الإلكترونات المتبقية

لدينا ثلاث3 روابط بستة 6 إلكترونات وفي الأساس لدينا ثمان 8 إلكترونات أي يتبقى زوج من الإلكترونات ويكون الشكل النهائي



Mohamed Ahmed Abdelbari

مثال ارسم بنى لويس لجزيء ثاني أُكسيد الكربون CO_2 .

الخطوة الأولى نحدد الذرة المركزية،

- يتكون الجزيء من ذرة كربون وذرتين أُكسجين فتكون ذرة الكربون هي الذرة المركزية.

O C O

الخطوة الثانية: تحديد الروابط المتكونة

1) عدد الإلكترونات المُشاركة،

- ذرة الأكسجين (بالمجموعة 16) لها ستة 6 إلكترونات تكافؤ،
- ذرة الكربون (المجموعة 14) لها أربعة 4 إلكترونات تكافؤ،

4 + (6 × 2) = 16 إلكترونات تكافؤ

2) نحدد عدد الروابط في الجزيء،

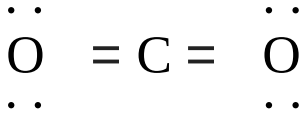
$$\text{8 روابط} = \frac{\text{16 إلكترونات تكافؤ}}{\text{2 إلكترون لكل رابطة}}$$

3) رسم الجزيء

O = C = O

4) حساب الإلكترونات المتبقية

لدينا ثلاث 4 روابط بثمان 8 إلكترونات وفي الأساس لدينا ستة عشر 16 إلكترون أي يتبقى أربع 4 أزواج من الإلكترونات ويكون الشكل النهائي



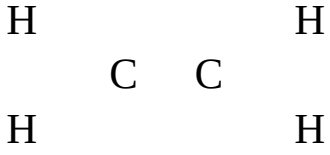
Mohamed Ahmed Abdelbari

مثال

ارسم بنى لويس لجزيء الإيثيلين C_2H_4

الخطوة الأولى نحدد الذرة المركزية،

يتكون المركب من ذرتين C وأربعة ذرات H فتكون ذرتين الكربون في المركز



الخطوة الثانية: تحديد الروابط المتكونة

1) عدد الإلكترونات المُشاركة،

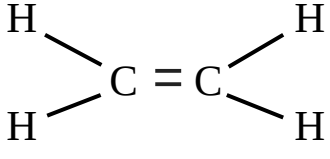
- ذرة الهيدروجين (بالمجموعة 1) لها واحد 1 إلكترون تكافؤ،
- ذرة الكربون (المجموعة 14) لها أربعة 4 إلكترونات تكافؤ،

$(4 \times 1) + (2 \times 4) = 12$ إلكترونات تكافؤ

2) نحدد عدد الروابط في الجزيء،

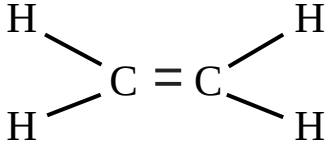
$$\frac{12 \text{ إلكترونات تكافؤ}}{2 \text{ إلكترون لكل رابطة}} = 6 \text{ روابط}$$

3) رسم الجزيء



4) حساب الإلكترونات المتبقية

لدينا 6 روابط باثنى عشر 12 إلكترون وفي الأساس لدينا اثني عشر 12 إلكترون أي لا يتبقى أزواج من الإلكترونات ويكون الشكل النهائي



تراكيب لويس للأيونات مُتعددة الذرات

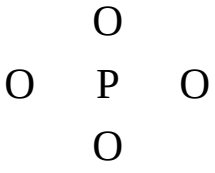
يُعامل الأيون مُتعدد الذرات على أنه أيون واحد وتكون الذرات مرتبطة فيه بروابط تساهمية، وبسبب شحنة الأيون يكون هناك اختلاف في عدد إلكترونات التكافؤ ففي الأيون الموجب تكون إلكترونات التكافؤ أقل وعلى العكس في الأيون السالب تكون عدد إلكترونات التكافؤ أكثر.

Mohamed Ahmed Abdelbari

مثال: ارسم تركيب لويس لأيون الفوسفات PO_4^{3-}

الخطوة الأولى نحدد الذرة المركزية،

➢ يتكون الجزيء من ذرة فوسفور وأربع ذرات أُكسجين فتكون ذرة الفوسفور هي الذرة المركزية.



الخطوة الثانية: تحديد الروابط المتكونة

5) عدد الإلكترونات المُشاركة،

➢ ذرة الأكسجين (بالمجموعة 16) لها ستة 6 إلكترونات تكافؤ،

➢ ذرة الفوسفور (المجموعة 15) لها أربعة 5 إلكترونات تكافؤ،

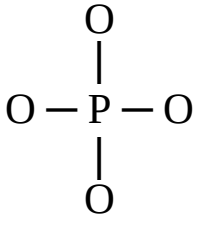
➢ شحنة الأيون (−3) أي يحتوي على ثلاث 3 إلكترونات زيادة.

$3 + 5 + (6 \times 4) = 32$ إلكترونات تكافؤ

6) نحدد عدد الروابط في الجزيء،

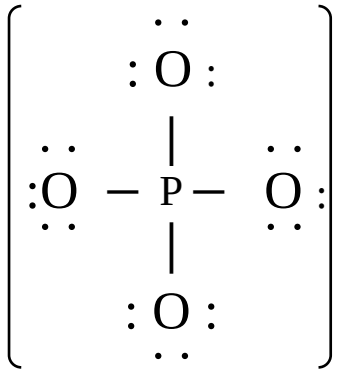
$$\text{رابطة } 16 = \frac{32 \text{ إلكترونات تكافؤ}}{2 \text{ إلكترون لكل رابطة}}$$

7) رسم الجزيء



8) حساب الإلكترونات المتبقية

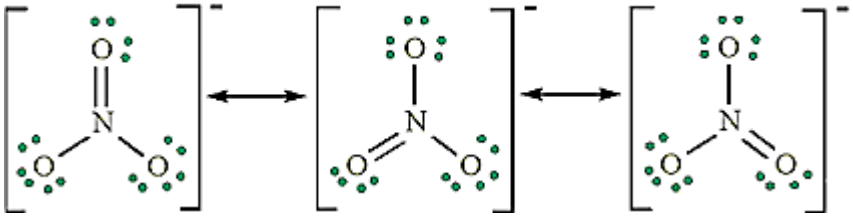
لدينا أربع 4 روابط بثمان 8 إلكترونات وفي الأساس لدينا اثنين وثلاثين 32 إلكترون أي يتبقى أربعة وعشرين إلكترون أي 12 زوج من الإلكترونات ويكون الشكل النهائي



Mohamed Ahmed Abdelbari

أشكال الرنين

عند محاولة رسم تركيب لويس لأيون النترات NO_3^- نجد أن هناك مجموعة من الاحتمالات



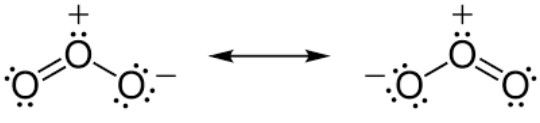
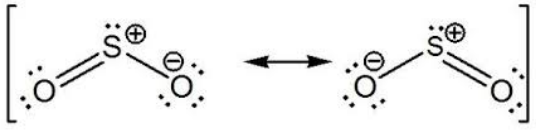
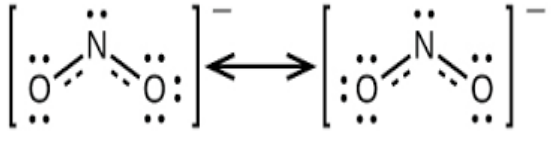
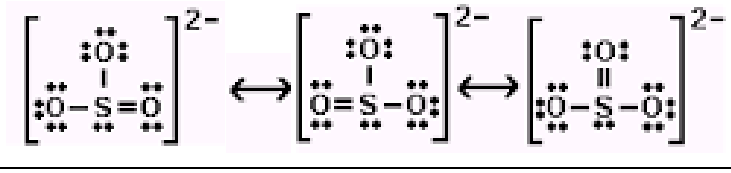
هذه الاحتمالات تُسمى أشكال الرنين.

الرنين : حالة تحدث عندما يكون هناك أكثر من احتمال لرسم تركيب لويس لنفس الجزيء.

نلاحظ بعض الملاحظات في أشكال الرنين:

1) تختلف أماكن تواجد أزواج الإلكترونات.
2) لا تتغير أماكن وجود الذرات.
3) تتبدل الروابط بين الأحادية والمتعددة بحسب عدد أزواج الإلكترونات.
4) لابد أن يحتوي الجزيء على روابط مختلفة بين الأحادية والمتعددة.
5) لا يكون للجزيئات التي تحتوي على روابط أحادية فقط أشكال رنين.
6) يظهر الجزيء كأنه له بناء واحد فقط.
7) أطوال الروابط الحقيقة تساوي المتوسط الحسابي لأطوال الروابط في أشكال الرنين.

أمثلة أخرى على حالات الرنين

الأوزون	O_3	
ثاني أُكسيد الكبريت	SO_2	
أيون النيتريت	NO_2^-	
أيون الكبريتات	SO_3^{2-}	

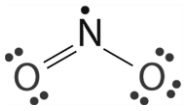
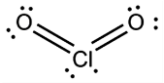
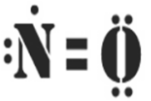
Mohamed Ahmed Abdelbari

عادة ما تحصل الذرات على ثمان إلكترونات تكافؤ وذلك عند ارتباطها بروابط تساهمية، لكن هناك بعض العناصر لا تتبع قاعدة الثمانية

استثناءات قاعدة الثمانية

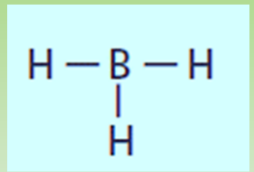
العدد الفردي من إلكترونات التكافؤ

عندما نريد أن نتعرف على عدد الروابط التي تتكون في جزيء فإننا نقسم مجموع أعداد إلكترونات التكافؤ على 2، وهذا يعني أن عدد إلكترونات التكافؤ يكون عدد زوجي.
لكن بعض المركبات تحتوي على مجموع أعداد إلكترونات فردي ولا يقبل القسمة على 2 .
مثل

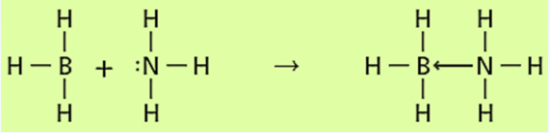
المركب	بنى لويس	مجموع أعداد إلكترونات التكافؤ
NO_2		17
ClO_2		19
NO		11

استقرار بأقل من 8 إلكترونات

بعض المركبات تصل لحالة الاستقرار بأقل من ثمان إلكترونات وهي مجموعات نادرة، منها عنصر البورون الذي يحتوي على ثلاث إلكترونات تكافؤ ويستقر عندما يُكون ثلاث روابط أي أنه يُحيك به ستة إلكترونات فقط.

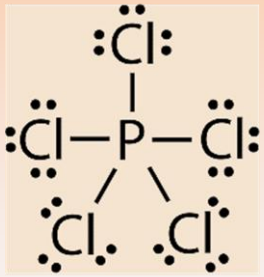


تكون هذه المركبات قابلة للتفاعل لأنها يمكنها استقبال زوج من الإلكترونات.
عندما تستقبل ذرة في جزيء زوج من الإلكترونات من ذرة أخرى تتكون بين الجزيئين رابطة تسمى الرابطة التناسقية.



استقرار بأكثر من 8 إلكترونات

بعض العناصر كالفسفور والمتواجد بالمجموعة 15 ويحتوي على 5 إلكترونات تكافؤ، من الممكن أن يشارك بالخمسة إلكترونات في تكوين روابط تساهمية كما في مركب خامس كلوريد الفوسفور PCl_5.



الجزيئات التي ترتبط فيها الذرة المركزية بأكثر من أربعة روابط يكون دد إلكروناتالتكافؤ فيها أكثر من ثمانية.
مثال آخر SF_6

أشكال الجزيئات

تعتمد معظم خصائص المركبات على طريقة ترابطة مكوناتها وكذلك على شكل الجزيء المُتكون. يمكن استخدام تراكيب لويس لاستنتاج شكل الجزيء .

يعتمد شكل الجزيء على .

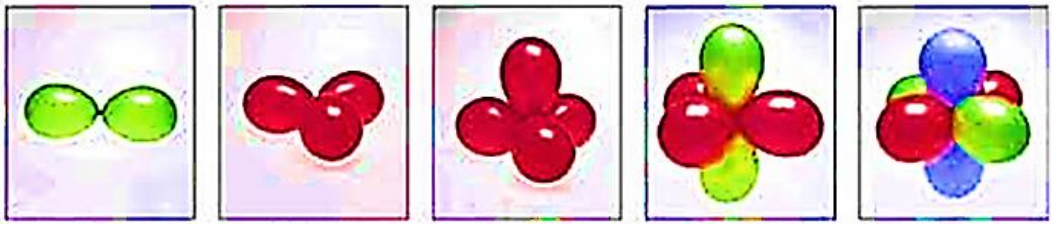
1) طريقة تداخل المستويات الأخيرة في الذرات.
2) عدد الإلكترونات الداخلة في تكوين الرابطة.
3) عدد الإلكترونات الغير مُشتركة في الرابطة.

نموذج VSEPR

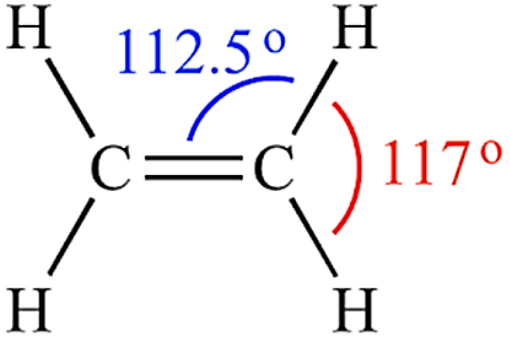
وهو اختصار للجملة [Valence shell electron pair repulsion (**VSEPR**)] وتعني التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ وهو النموذج المُستخدم لتحديد أشكال الجزيئات. ويعتمد على تكون شكل بترتيب معين من شأنه تقليل التنافر إلى أقل درجة ممكنة بين أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية.

زاوية الرابطة

عند ربط بالونات معاً بأعداد مختلفة تتخذ أشكالاً متباينة، يميز هذه الأشكال الزوايا المُتكونة بين البالونات فنجد هذه الاحتمالات، فبحسب عدد البالونات المشاركة يكون الشكل النهائي.



بالمثل فإن أزواج الإلكترونات الموجودة حول الذرات المكونة للجزيء تعمل كما تعمل البالونات حيث يجبرها التنافر بينها على تكوين أشكال معينة، بحيث يفصل بين الذرة المركزية والذرات الجانبية زوايا محددة.



زاوية الرابطة: الزاوية بين ذرتين جانبيتين والذرة المركزية.

يتحكم شكل الجزيء في طعمه حيث تتعرف مستقبلات الطعم على اللسان على الطعم عن طريق شكل جزيئات الطعام فيمكنها من تمييز الطعم (مالح – حامض – مر – حلو – نكهة جلوتومات الصوديوم الأحادية)

Mohamed Ahmed Abdelhari

الأشكال الفراغية للجزيئات

لكل جزيء شكله الخاص والذي يعتمد على أعداد الإلكترونات المُرتبطة والغير مرتبطة وكذلك على العناصر الأخرى التي ترتبط بها. فنجد مثلاً،

تمثل الكرات الذرات، وتمثل العصي الروابط، وأما الفقاعات (النصوص) فتمثل أزواج الإلكترونات غير الرابطة.

الجزيء	العدد الكلي لأزواج الإلكترونات	الأزواج المشتركة	الأزواج غير الرابطة	المستويات المهجنة	أشكال الجزيئات
$BeCl_2$	2	2	0	sp	180° خطي
$AlCl_3$	3	3	0	sp^2	120° مثلث مستو
CH_4	4	4	0	sp^3	109.5° رباعي الأوجه منتظم
PH_3	4	3	1	sp^3	107.3° هرمي مثلثي
H_2O	4	2	2	sp^3	104.5° منحني
$NbBr_5$	5	5	0	sp^3d	90° 120° ثنائي الهرم مثلثي (ثنائي الأوجه)
SF_6	6	6	0	sp^3d^2	90° 90° ثماني الأوجه منتظم

إحتوى جزيء $BeCl_2$ على زوجين فقط من الإلكترونات المرتبطة مع ذرة Be المركزية. لذا تكون إلكترونات الرابطة على أبعد مسافة ممكنة بينها، وزاوية الرابطة 180° وشكل الجزيء خطياً.

تكون أزواج الإلكترونات الثلاثة المكونة للروابط في المركب $AlCl_3$ على أكبر مسافة بينها عندما تكون على شكل مثلث مستوٍ والزوايا بين الروابط 120°.

عندما تحوي الذرة المركزية في جزيء على أربعة أزواج من إلكترونات الرابطة كما في الميثان CH_4 يكون الشكل رباعي الأوجه منتظماً والزوايا بين الروابط 109.5°.

جزيء PH_3 ثلاث روابط تساهمية أحادية وزوج غير مرتبط. يأخذ الزوج غير المرتبط حيزاً أكبر من الرابطة التساهمية. وتوجد قوة تنافر أكبر بين هذا الزوج والأزواج الرابطة مقارنة بالأزواج الرابطة بعضها ببعض. لذا يكون الشكل الناتج مثلثي هرمي والزوايا بين الروابط 107.3°.

الماء رابطتان تساهميتان وزوجان غير رابطين، ويصنع التنافر بين الأزواج غير الرابطة زاوية مقدارها 104.5° مما يجعل شكل جزيء الماء منحنياً.

لجزيء $NbBr_5$ خمسة أزواج من الإلكترونات الرابطة، لذا يشكل الشكل الثنائي الهرم المثلثي من التنافر بين أزواج الإلكترونات المشتركة.

لجزيء SF_6 أزواج إلكترونات غير رابطة مع الذرة المركزية، ومع ذلك فله ستة أزواج رابطة مرتبة حول الذرة المركزية لتكوّن شكلاً ثمانيّ الأوجه.

Mohamed Ahmed Abdelhari

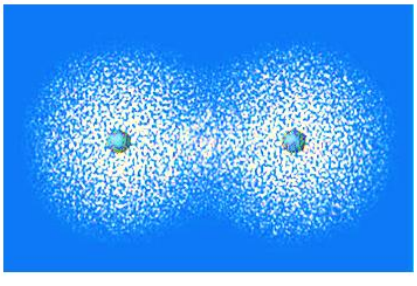
الكهروسالبية والقطبية

الميل الإلكتروني والكهروسالبية

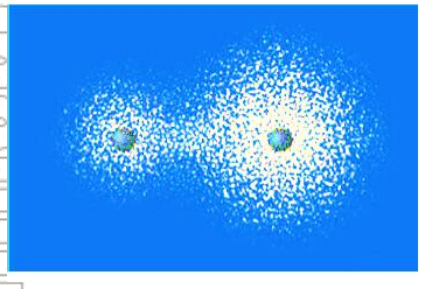
الميل الإلكتروني	الكهروسالبية
مقياس قابلية الذرة على استقبال الإلكترون.	القدرة النسبية للذرة لجذب إلكترونات الرابطة الكيميائية.
يزداد عبر الدورة بزيادة العدد الذري (عدا الغازات النبيلة)	تزداد عبر الدورة بزيادة العدد الذري
تقل قيمته بزيادة العدد الذري في المجموعة	تقل قيمتها بزيادة العدد الذري في المجموعة
يتم حساب قيمتها عملياً بالمختبر	تم تعيين قيمها (ثابتة)

معلومات عن الكهروسالبية:

- أعلى العناصر في الكهروسالبية هو عنصر الفلور 3.98 في حين الفرنسيوم هو أقل العناصر 0.7.
- لا تتضمن معظم الجداول قيم للغازات النبيلة لأنها غالباً لا تدخل في تفاعلات.
- في حال وجود أحد الغازات الخاملة في مركب تكون كهروسالبيتها عالية جداً تقارب الكهروسالبية للفلور.
- اللانثنيدات والأكتنيدات تتراوح كهروسالبيتها بين 1.12 و 1.7
- كلما ازدادت الكهروسالبية يزداد جذب الذرة لإلكترونات الرابطة أي أن الإلكترونات حال الترابط تكون قريبة من الذرة الأعلى في الكهروسالبية.



عندما تكون الذرات من نفس النوع يكون جذب الإلكترونات من الناحيتين متساوي فتتواجد الإلكترونات بنسب متساوية تقريباً.



عندما تكون الذرات مختلفة تكون قيم الكهروسالبية مختلفة فتجذب الذرات الإلكترونات بقوى مختلفة حيث تكون الإلكترونات أقرب للذرة الأعلى في الكهروسالبية.

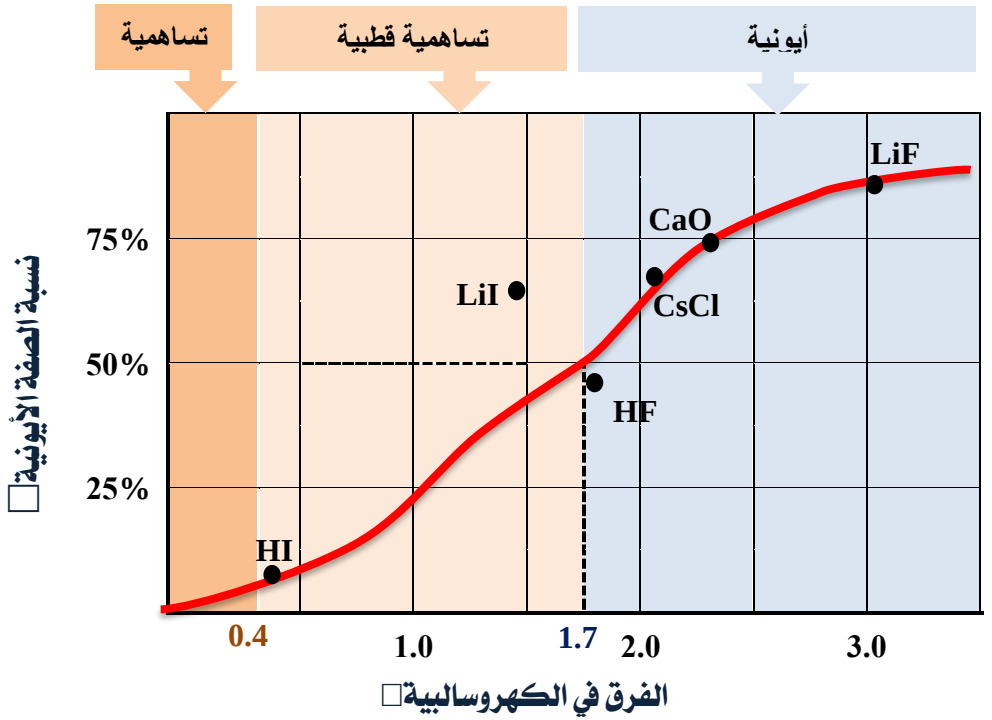
نوع الرابطة

يعتمد نوع الرابطة على قوة جذب الذرات لإلكترونات الرابطة.

نستخدم فرق الكهروسالبية بين الذرات المُشتركة في تكوين الرابطة لاستنتاج نوع الرابطة بينها،

فرق الكهروسالبية	نوع الرابطة
0	تساهمية غير قطبية (تساهمية نقية)
أقل من 0.4	تساهمية غالباً
بين 0.4 و1.7	تساهمية قطبية
أكبر من 1.7	أيونية غالبا

Mohamed Ahmed Abdelbar



أنواع الذرات	الفرق في الكهروسالبية	نسبة الصفة الأيونية	نوع الرابطة	موضع الإلكترونات المُشتركة	التأثر بالمجال الكهربي
ذرتان من نفس النوع	صفر	صفر	تساهمية نقية (تساهمية غير قطبية).	الإلكترونات موزعة بالتساوي بين الذرات(H_2)	لا تتأثر
ذرات من أنواع مختلفة	بين الصفر و0.4	بين الصفر و5%	تساهمية غير قطبية	تقريباً في منتصف المسافة لكن قليلاً بالقرب من الذرة ذات الكهروسالبية الأعلى.	لا تتأثر
	بين 0.4 و1.7	بين 5% و50%	تساهمية قطبية	بالقرب من الذرة الأعلى (HI).	تتأثر
	أكبر من 1.7	أكبر من 50%	أيونية	ينتقل الإلكترون إلى الذرة الأعلى (NaCl)	تتأثر

القطبية

تتكون الأقطاب على أي مادة عندما تختلف الشحنات الموجودة على هذه المادة، فمثلاً تحمل البطارية شحنة موجبة في أحد أطرافها وشحنة سالبة في الطرف الآخر ونسميهما أقطاب البطارية.

بنفس الطريقة يكون الجزيء قطبي أي أ، لديه أقطاب عندما يحمل أحد أطرافه شحنة موجبة والآخر يحمل شحنة سالبة.

عندما يكون الجزيء من نفس ذرات العنصر تدور الإلكترونات حولها بنفس الطريقة وتمضي أوقاتا متشابهة حول الذرات مما يجعلها متعادلة طوال الوقت أي ليس لديها أقطاب ولهذا نسمي الرابطة (تساهمية غير قطبية)

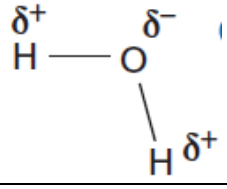
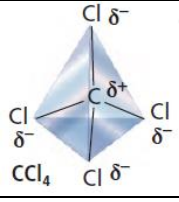
الروابط التساهمية القطبية

تتكون الرابطة التساهمية القطبية عندما يكون فرق الكهروسالبية بين الذرات المكونة للرابطة أكبر من 0.4 بهذا تكون قوة جذب أحد الذرات لإلكترونات الرابطة أكبر من الذرة الأخرى فتمضي الإلكترونات وقتاً أطول حول الذرة الأعلى في الكهروسالبية مما يجعلها تحمل شحنة جزيئية سالبة يُرمز لها بالرمز δ^-، وفي المقابل تحمل الذرة الأخرى شحنة جزيئية موجبة δ^+.

ثنائية القطب: الرابطة القطبية الناتجة عن تكون شحنات جزيئية على الذرات المكونة لجزيء تساهمي.

القطبية وشكل الجزيء

تعتمد القطبية أحياناً على شكل الجزيء فعند المقارنة بين جزيء الماء (H_2O) وجزيء رابع كلوريد الكربون (CCl_4) نجد الآتي.

	الماء (H_2O)	رابع كلوريد الكربون (CCl_4)
فرق الكهروسالبية	1.24	0.61
قطبية الروابط	الروابط قطبية	الروابط قطبية
قطبية الجزيء كاملاً	قطبي	غير قطبي
شكل الجزيء		
التفسير	الشكل الغير منتظم لجزيء الماء (منحني) يجعل توزيع الشحنات غير متساوي، فتتكون أقطاب تحمل شحنات جزيئية موجبة وسالبة.	الشكل المنتظم لجزيء رابع كلوريد الكربون (هرم رباعي) يجعل توزيع الشحنات متساوي مما يجعل الجزيء ككل يتعامل كأنه متعادل ولا يحمل شحنات جزيئية.

قابلية ذوبان الجزيئات القطبية

قابلية الذوبان: قدرة مادة على الذوبان في مادة أخرى.

ما الذي يحدد قابلية الجزيء للذوبان؟

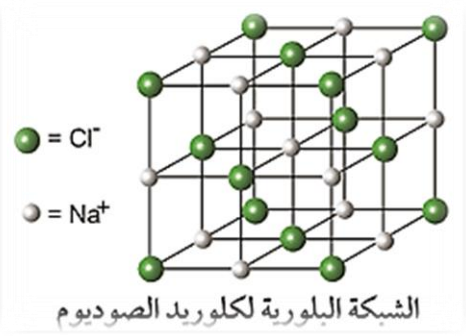
1) نوع الرابطة.
2) شكل الجزيء.

تذوب الجزيئات القطبية والأيونية في الماء وفي المقابل تذوب المواد غير القطبية في مواد غير قطبية.

Mohamed Ahmed Abdelbari

خواص المركبات التساهمية

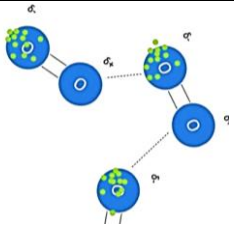
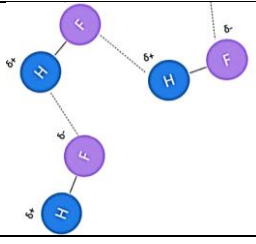
الرابطة بين الذرات في الجزيء تكون قوية أما الرابطة بين الجزيئات المختلفة تكون ضعيفة إلى حد ما، على عكس الرابطة بين الأيونات في المركبات الأيونية حيث تكون أقوى بسبب أنها تكون بين كل أيونات المادة وبنفس القوة في حين تكون الروابط في المركبات التساهمية بين الجزيئات ضعيفة.



الشبكة البلورية لكلوريد الصوديوم

القوى التي تربط بين الجزيئات

قوى فاندرفال: قوى التجاذب الضعيفة بين الجزيئات. ومنها،

قوى فاندرفال		
قوى التشتت	قوى ثنائية القطب	الرابطة الهيدروجينية
قوى تربط بين الجزيئات غير القطبية	القوى التي تربط بين الأقطاب المختلفة في الجزيئات المتجاورة.	تتكون بين ذرة هيدروجين في طرف جزيء وذرة (أكسجين أو نيتروجين أو فلور) في طرف جزيء مجاور، وهي أقواهم.
		

القوى والخواص

لأن القوى بين الجزيئات في المركبات التساهمية تكون ضعيفة فإن درجات انصهارها وغلياناها تكون منخفضة مقارنة بالمركبات الأيونية. ولهذا السبب ينصهر السكر أسرع من الملح كما أن كثير جداً من المركبات الجزيئية (التساهمية) تكون في الحالة الغازية، مثل ثاني أُكسيد الكربون (CO_2) .

حتى المواد الصلبة منها تكون لين مثل شمع البرافين، والمواد الصلبة تترتب في شبكة تشبه الشبكة البلورية للمركبات الأيونية إلا أنها بالطبع تكون أضعف.

المواد الصلبة التساهمية الشبكية

المواد الصلبة التساهمية الشبكية: المواد التي ترتبط مكوناتها بشبكة من الروابط التساهمية.

تكون غالباً هشة وغير موصلة للحرارة ولا الكهرباء لكنها تكون شديدة الصلابة، مثل الألماس الذي ترتبط فيه كل ذرة كربون بأربعة ذرات كربون أخرى في صورة شبكة، لذا يكون ترتيب بلوري قوي له درجة انصهار عالية.

Mohamed Ahmed Abdelbaset